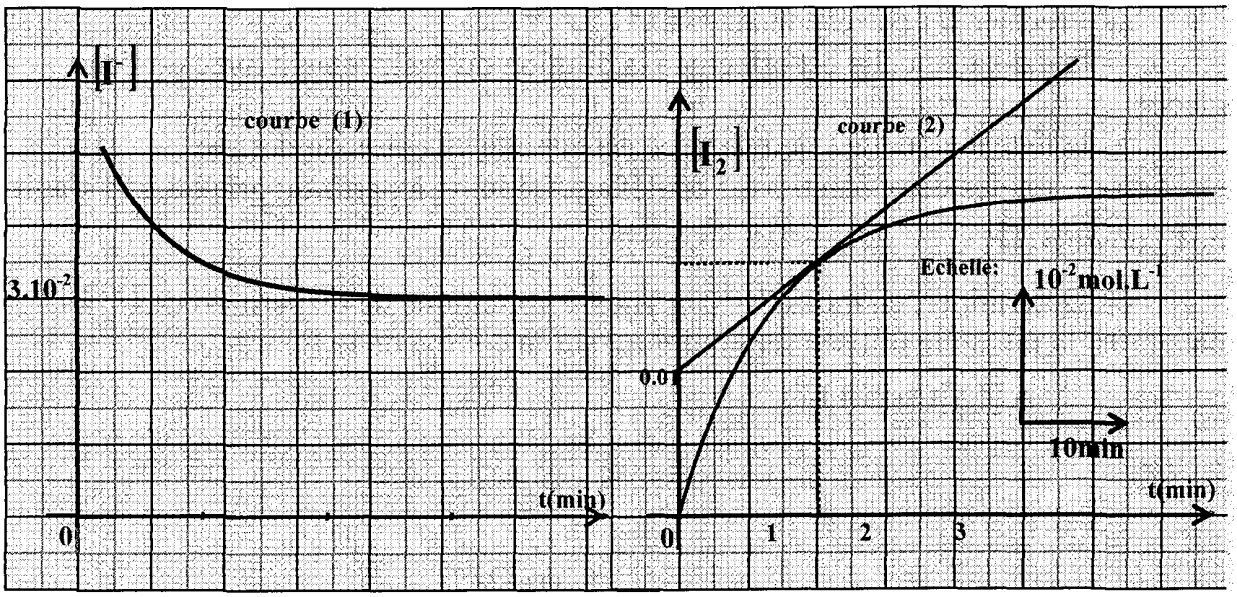

1°)

a- Définir la vitesse instantanée de la réaction.

b- Calculer cette vitesse à l'instant t=0min et t=15min. interpréter.

2°) Préciser le réactif utilisé en excès. Justifier.

3°)Déterminer les concentrations molaires C_1 et C_2.

4°) Trouver les concentrations molaires en $\mathbf{I_2}$ et $\mathbf{H_2O_2}$ à l'instant t= 40min.

Exercice N°11:

L'oxydation des ions $\mathbf{I^-}$ par les ions péroxodisulfate $\mathbf{S_2O_8^{2-}}$ est une réaction totale est lente d'équation bilan : $\mathbf{S_2O_8^{2-} + 2\ I^- \longrightarrow 2\ SO_4^{2-} + I_2}$ **(1)**

Le diiode I_2 est de couleur jaune-brunâtre.

Expérience N°1 :

On dispose de deux béchers (A) et (B) correspondant à la description de figure -1- :

A une date **t=0s** on mélange les contenus des deux bécher.

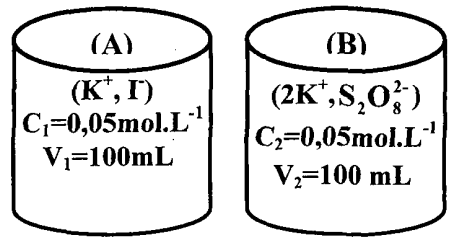

Figure -1-

1°) Le mélange réactionnel prend une coloration jaune brunâtre qui devient de plus en plus foncée au cours du temps.

Préciser, en le justifiant, lequel des deux caractères de la réaction **(1),** lente ou totale, est confirmée par cette observation ?

2°)Détermination de la quantité de diiode formée à différentes dates t :

On effectue régulièrement, à partir du mélange réactionnel, un prélèvement de **10mL** auquel on ajoute de l'eau glacée puis on y déterminer la quantité de diiode formée à l'aide d'un dosage approprié. Ceci permet de tracer la courbe $\mathbf{[I^-] = f(t)}$ représentée sur la figure -2-.